

UNIDAD V

LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

LC 5.1 Nombre común aceptado internacionalmente de algunos compuestos

Compuesto	Nombre	Compuesto	Nombre
H ₂ O	agua	CaSO ₄ · 7H ₂ O	yeso
CH ₄	metano	C ₂ H ₅ OH	alcohol
SiH ₄	silano	N ₂ O	gas hilarante
NH ₃	amoníaco	PbO	litargirio
PH ₃	fosfina	CaO	cal viva
AsH ₃	arsina	NaOH	lejía o sosa
Al ₂ O ₃	alúmina	KOH	potasa
NaHCO ₃	bicarbonato de soda	NH ₄ Cl	sal amoniacal
Na ₂ B ₄ O ₇ · 10 H ₂ O	borax	NaNO ₃	nitro de Chile
CaCO ₃	calcita o mármol	Ca(OH) ₂	cal apagada
K ₄ HC ₄ H ₄ O ₆	cremor tártaro	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	azúcar o sacarosa
MgSO ₄ · 7H ₂ O	sal de Epsom	NaCl	sal

Dickson, T.R., "Introducción a la química", Publicación Cultural, 1990

LC 5.2(a) Lista de principales cationes

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 1+		Valencia 2+	
H ⁺	hidrógeno	Be ²⁺	berilio
Li ⁺	litio	Mg ²⁺	magnesio
Na ⁺	sodio	Ca ²⁺	calcio
K ⁺	potasio	Sr ²⁺	estroncio
Cs ⁺	cesio	Ba ²⁺	bario
Ag ⁺	plata	Cd ²⁺	cadmio
NH ₄ ⁺	amonio	Zn ²⁺	zinc

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 3+		Valencia 4+	
B ³⁺	boro	Si ⁴⁺	silicio
Al ³⁺	aluminio		

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 1+2+		Valencia 1+3+	
Cu ⁺	cobre (I)	Au ⁺	oro (I)
Cu ²⁺	cobre (II)	Au ³⁺	oro (III)
Hg ⁺	mercurio (I)	Tl ⁺	talio (I)
Hg ²⁺	mercurio (II)	Tl ³⁺	talio (III)

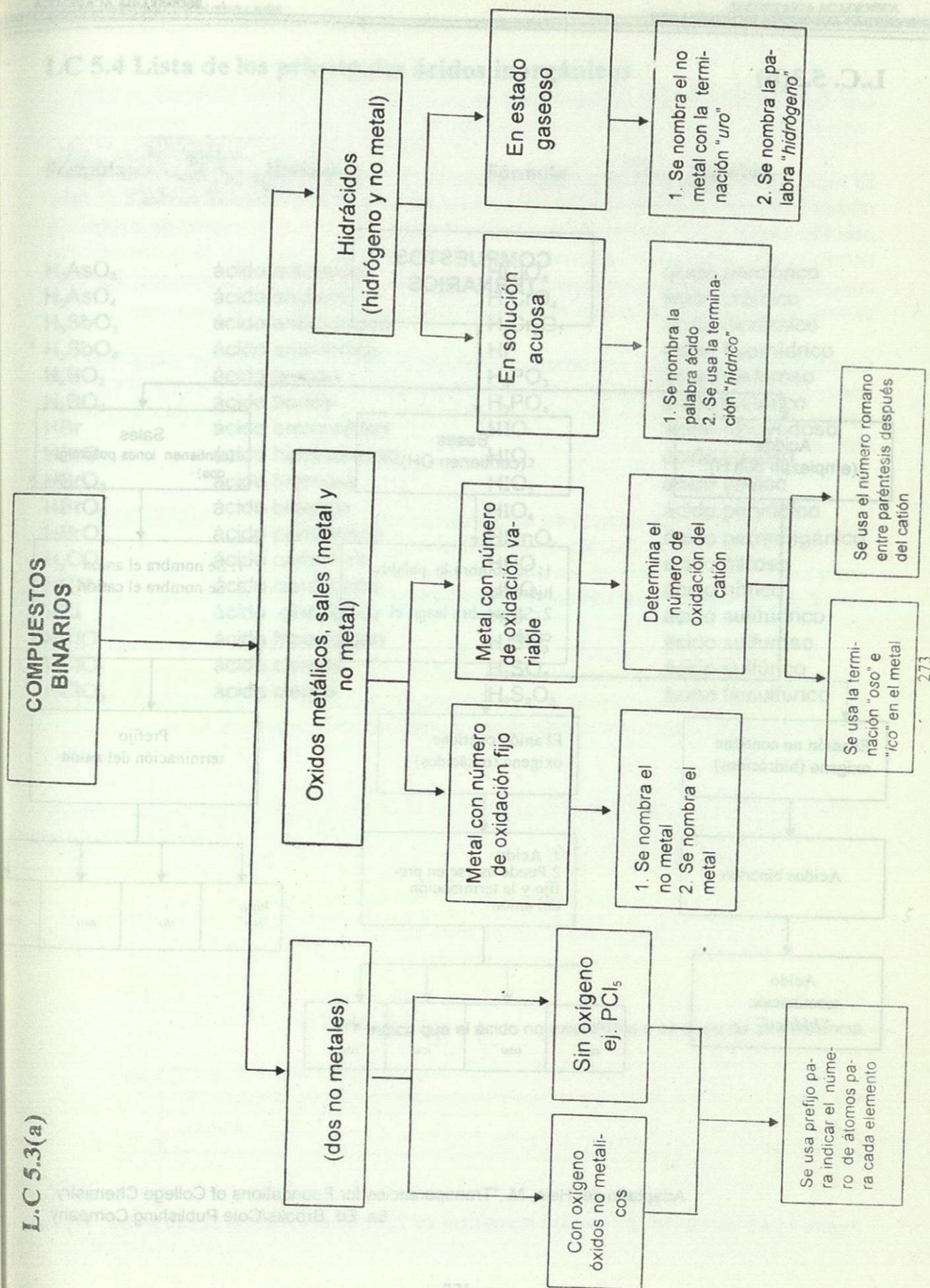
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 2+3+		Valencia 2+4+	
Fe ²⁺	hierro (II)	Mn ²⁺	manganeso (II)
Fe ³⁺	hierro (III)	Mn ⁴⁺	manganeso (IV)
Co ²⁺	cobalto (II)	Sn ²⁺	estaño (II)
Co ³⁺	cobalto (III)	Sn ⁴⁺	estaño (IV)
Cr ²⁺	cromo (II)	Pb ²⁺	plomo (II)
Cr ³⁺	cromo (III)	Pb ⁴⁺	plomo (IV)
Ni ²⁺	niquel (II)		
Ni ³⁺	niquel (III)		

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 3+4+			
Ti ³⁺	titanio (III)	As ³⁺	arsenico (III)
Ti ⁴⁺	titanio (IV)	As ⁵⁺	arsenico (V)
Ce ³⁺	cerio (III)	Sb ³⁺	antimonio (III)
Ce ⁴⁺	cerio (IV)	Sb ⁵⁺	antimonio (V)
		Bi ³⁺	bismuto (III)
		Bi ⁵⁺	bismuto (V)

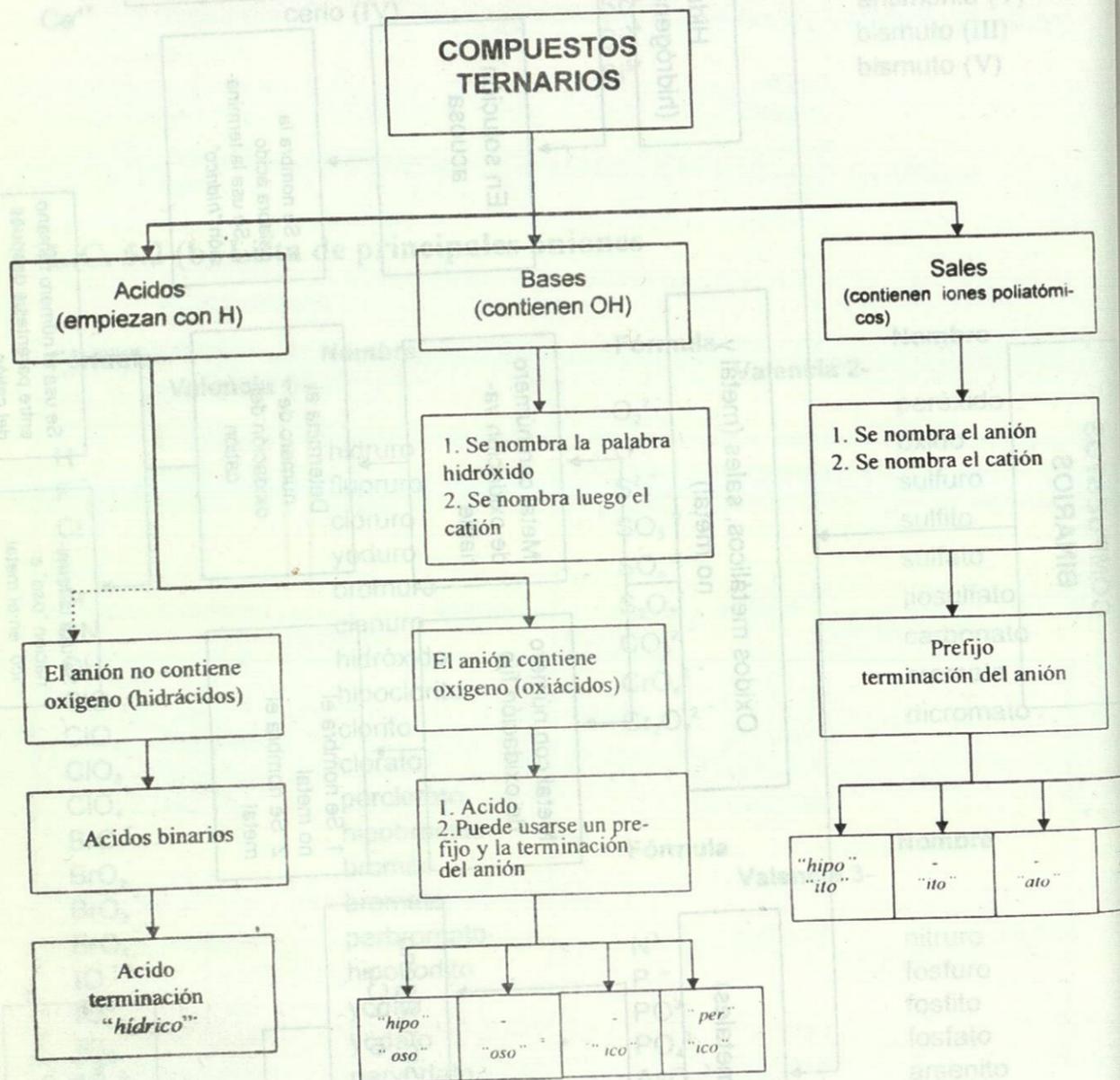
L.C. 5.2 (b) Lista de principales aniones

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 1-			
H ⁻	hidruro	O ₂ ²⁻	peróxido
F ⁻	fluoruro	O ²⁻	óxido
Cl ⁻	cloruro	S ²⁻	sulfuro
I ⁻	yoduro	SO ₃ ²⁻	sulfito
Br ⁻	bromuro	SO ₄ ²⁻	sulfato
CN ⁻	cianuro	S ₂ O ₃ ²⁻	tiosulfato
OH ⁻	hidróxido	CO ₃ ²⁻	carbonato
ClO ⁻	hipoclorito	CrO ₄ ²⁻	cromato
ClO ₂ ⁻	clorito	Cr ₂ O ₇ ²⁻	dicromato
ClO ₃ ⁻	clorato		
ClO ₄ ⁻	perclorato		
BrO ⁻	hipobromito		
BrO ₂ ⁻	bromito		
BrO ₃ ⁻	bromato		
BrO ₄ ⁻	perbromato		
IO ⁻	hipoyodito		
IO ₂ ⁻	yodito		
IO ₃ ⁻	yodato		
IO ₄ ⁻	peryodato		
NO ₂ ⁻	nitrito		
NO ₃ ⁻	nitrato		
MnO ₄ ⁻	permanganato		
SCN ⁻	tiocianato (sulfocianuro)		

L.C. 5.3(a)



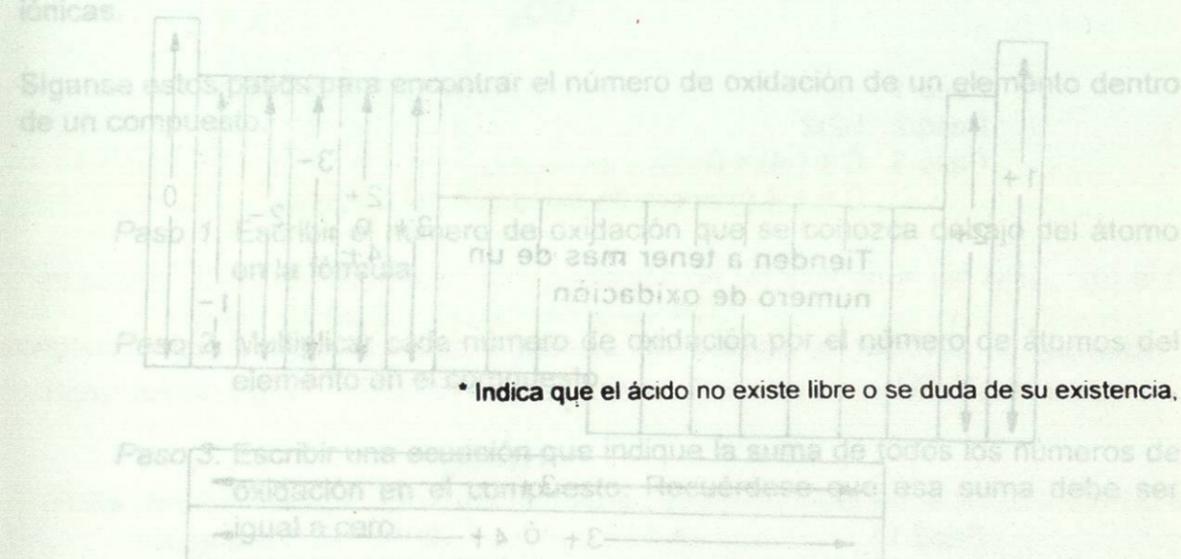
L.C. 5.3(b)



Adaptado de: Hein, M., "Transparencies for Foundations of College Chemistry", 8a. Ed., Brooks/Cole Publishing Company.

LC 5.4 Lista de los principales ácidos inorgánicos

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
H ₃ AsO ₃	ácido arsenoso	HClO ₄	ácido perclórico
H ₃ AsO ₄	ácido arsénico	H ₂ CrO ₄	ácido crómico
H ₃ SbO ₃	ácido antimonioso	H ₂ Cr ₂ O ₇	ácido dicrómico
* H ₃ SbO ₄	ácido antimónico	HF	ácido fluorhídrico
H ₃ BO ₂	ácido boroso	H ₃ PO ₃	ácido fosforoso
H ₃ BO ₃	ácido bórico	H ₃ PO ₄	ácido fosfórico
HBr	ácido bromhídrico	HIO	ácido hipoyodoso
HBrO	ácido hipobromoso	HIO ₂	ácido yodoso
* HBrO ₂	ácido bromoso	HIO ₃	ácido yódico
HBrO ₃	ácido brómico	HIO ₄	ácido peryódico
HBrO ₄	ácido perbrómico	HMnO ₄	ácido permangánico
H ₂ CO ₃	ácido carbónico	HNO ₂	ácido nitroso
HCN	ácido cianhídrico	HNO ₃	ácido nítrico
HCl	ácido clorhídrico	H ₂ S	ácido sulfhídrico
HClO	ácido hipocloroso	H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso
HClO ₂	ácido cloroso	H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico
HClO ₃	ácido clórico	H ₂ S ₂ O ₃	ácido tiosulfúrico



LC 5.5 Números de oxidación

El índice (o número) de oxidación, o estado de oxidación, de un elemento es un número entero asignado a dicho elemento en un compuesto o un ion. Este valor permite seguir a los electrones asociados a cada átomo. Los números de oxidación tienen varios usos en la química desde la escritura de fórmulas, la predicción de las propiedades de los compuestos, e incluyendo la ayuda en el balanceo de reacciones de oxidación-reducción en las que se transfieren electrones.

Como punto de partida, el número de oxidación de un elemento sin combinar, independientemente de si su molécula es monoatómica o poliatómica, es cero. Los demás números de oxidación se asignan mediante el siguiente conjunto de reglas, algo arbitrarias:

1. Cualquier elemento en su estado libre tiene un número de oxidación igual a cero (ejemplos: Na, Mg, H₂, O₂, Cl₂).
2. Los metales tienen generalmente números de oxidación positivos.
3. El número de oxidación del hidrógeno en un compuesto o en un ion generalmente es +1. La excepción son los hidruros metálicos, donde el hidrógeno es el segundo de la fórmula que tiene un número de oxidación de -1 (ejemplos: NaH, en donde H es -1, HCl, en donde H es +1).

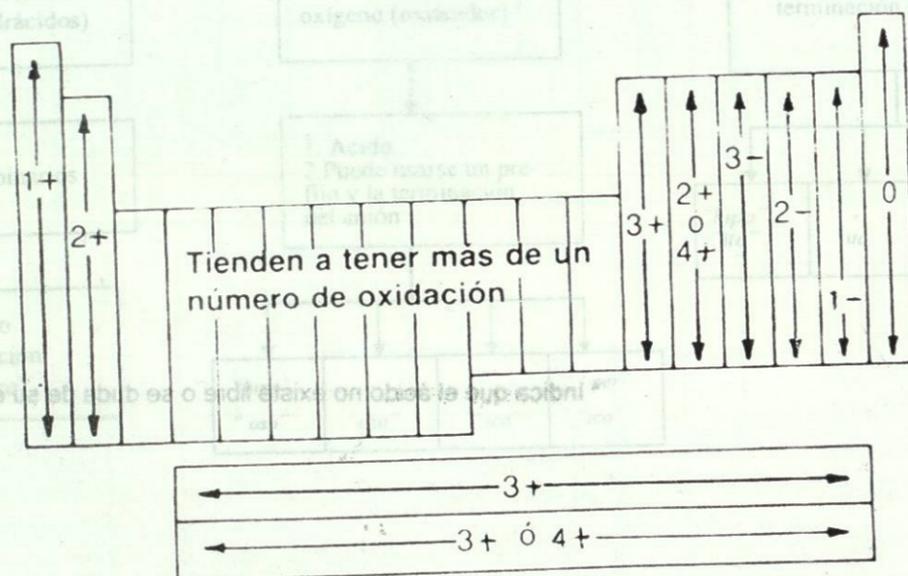


Figura 1 LAS VARIACIONES EN LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Práctica: Calcular el número de oxidación de (a) S en el Na₂SO₄, (b) el

4. El número de oxidación del oxígeno en un compuesto o en un ion es generalmente -2, con la excepción de los peróxidos, donde es -1 (ejemplos: en H₂O el O es -2, en H₂O₂, el O es -1).

5. El número de oxidación de un ion monoatómico es el mismo que la carga del ion (ejemplos: Cl⁻, Mg²⁺).

6. La suma algebraica de los números de oxidación para todos los átomos en un compuesto debe ser igual a cero.

7. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos en un ion poliatómico (iones que contienen más de un átomo) debe ser igual a la carga del ion.

Los números de oxidación de muchos elementos se pueden predecir mediante su posición en la Tabla Periódica. En la Fig. 5.1, los grupos de elementos se identifican con su número de oxidación en la parte superior de determinadas columnas. Este número también muestra los números de oxidación para determinados iones comunes.

Los nombres, fórmulas y cargas iónicas de algunos iones poliatómicos comunes aparecen en la tabla 5.2. Se facilita la escritura de fórmulas de compuestos y de ecuaciones químicas cuando se conocen los números de oxidación y las cargas iónicas.

Síganse estos pasos para encontrar el número de oxidación de un elemento dentro de un compuesto.

Paso 1. Escribir el número de oxidación que se conozca debajo del átomo en la fórmula.

Paso 2. Multiplicar cada número de oxidación por el número de átomos del elemento en el compuesto.

Paso 3. Escribir una ecuación que indique la suma de todos los números de oxidación en el compuesto. Recuerdese que esa suma debe ser igual a cero.